$Ag \rightarrow Ag^+ + 1e^-$

b. L'équation de la réaction : $Ag + Ag^+ \rightarrow Ag^+ + Ag.$

4. L'anode se dégrade au cours de l'électrolyse d'où elle s'appelle électrolyse à anode soluble.

Au cours de cette électrolyse n_{Ag+} qui se forme $= n_{Ag+}$ qui se transforme en Ag d'où $\left[Ag^+\right]$ reste constante durant l'électrolyse.

5. $m_{Ag} = g.v = g.s.e$

AN $m_{Ag} = 10,5 \times 120 \times 50.10^{-4} g = 6,3g$

6. $\frac{m}{M} = \frac{Q}{n.F}$ avec $n = 1$ et $Q = I.x$

Ce qui donne $\frac{m}{M} = \frac{I.\Delta t}{F}$

D'où $\Delta t = \frac{F.m}{I.M}$

AN $\Delta t = \frac{96500 \times 6,3}{1 \times 108} = 5,659.10^3$

Soit $\Delta t = 93,82 \min$

6

1) a/

1. L'équation (1) : $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-$ correspond à une **oxydation**, elle se produit à l'**anode**.

2. À la cathode, il se produit la réduction de l'oxydant MnO_2

$MnO_2 + e^- + H^+ = MnO_2H$ (2)

3. En additionnant (1)+ 2×(2), on obtient l'équation globale de fonctionnement de la pile :

$$\mathbf{Zn + 2\ MnO_2 + 2H^+ \rightarrow Zn^{2+} + 2\ MnO_2H}$$

4. $Q_{max} = I.t_{max}$, soit $t_{max} = \frac{Q_{max}}{I}$

avec Q_{max} convertie en mA.h, et I en mA, alors t_{max} est en h :

$t_{max} = \frac{1,35 \times 10^3}{90,0} = 15,0$ h

avec Q_{max} convertie en C, et I en A, alors t_{max} est en s :

Qarray.tn-Aqra Blech-Qarray.tn